

CUESTIONES Y PROBLEMAS

Concepto de Oxidación-Reducción

① Indicar el número de oxidación de cada uno de los átomos en los siguientes compuestos o iones:

- |                    |                             |                             |                           |
|--------------------|-----------------------------|-----------------------------|---------------------------|
| a) $\text{HBrO}_3$ | d) $\text{K}_2\text{MnO}_4$ | g) $\text{CO}_2$            | j) $\text{CH}_3\text{OH}$ |
| b) $\text{NO}_3^-$ | e) $\text{HCO}_3^-$         | h) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | k) $\text{H-COOH}$        |
| c) $\text{CaSO}_4$ | f) $\text{MgCl}_2$          | i) $\text{SO}_3^{2-}$       | l) $\text{HSO}_3^-$       |



a) n°: +1+5 -2  
 $\text{HBrO}_3$   
 carga: 1+5+ 6-

b) n°: +5 -2  
 $\text{NO}_3^-$   
 carga: 5+ 6-

c) n°: +2 +6 -2  
 $\text{CaSO}_4$   
 carga: 2+ 6+ 8-

d) n°: +1 +6 -2  
 $\text{K}_2\text{MnO}_4$   
 carga: 2+ 6+ 8-

e) n°: +1+4 -2  
 $\text{HCO}_3^-$   
 carga: 1+ 4+ 6-

f) n°: +2 -1  
 $\text{MgCl}_2$   
 carga: 2+ 2-

g) n°: +4 -2  
 $\text{CO}_2$   
 carga: 4+ 4-

h) n°: +2 -2 +1  
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$   
 carga: 2+ 4- 2+

i) n°: +4 -2  
 $\text{SO}_3^{2-}$   
 carga: 4+ 6-

j) n°: -2 +1 -2 +1  
 $\text{CH}_3\text{OH}$   
 carga: -2 +3-2 +1

k) n°: +1 +2 -2 -2 +1  
 $\text{H-COOH}$   
 carga: 1+ 2+2-2-1+

l) n°: +1+4 -2  
 $\text{HSO}_3^-$   
 carga: 1+ 4+ 6-



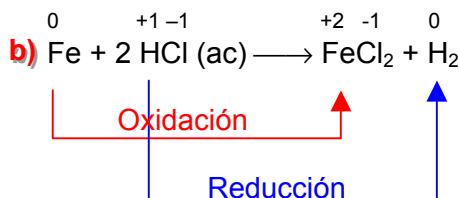
2) ¿Cuáles de las siguientes reacciones químicas son procesos de oxidación-reducción? ¿Por qué? Identificar los correspondientes agentes oxidantes y reductores.

- a)  $2 \text{NaCl} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{PbCl}_2 + 2 \text{NaNO}_3$
- b)  $\text{Fe} + 2 \text{HCl} (\text{ac}) \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
- c)  $\text{FeCl}_2 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2 \text{NaCl}$
- d)  $2 \text{KBr} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{KCl} + \text{Br}_2$
- e)  $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} (\text{ac}) \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

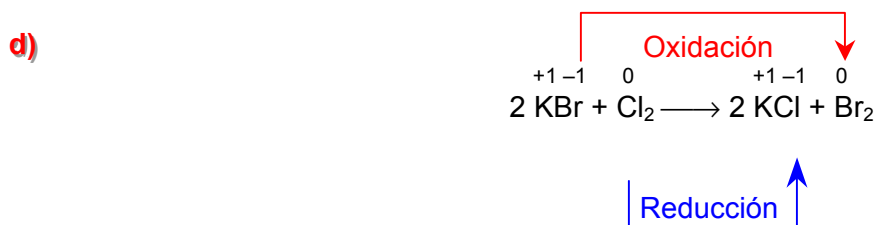


Identificamos los elementos que cambian de estado de oxidación, los que disminuyen experimentan la reducción (oxidantes) y los que aumentan su estado de oxidación se oxidan (reductores).

a)  $2 \text{NaCl} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{PbCl}_2 + 2 \text{NaNO}_3$ , no es un proceso redox pues ningún elemento cambia de estado de oxidación.



c)  $\text{FeCl}_2 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2 \text{NaCl}$ , no es un proceso redox pues ningún elemento cambia de estado de oxidación.



e)  $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} (\text{ac}) \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ , no es un proceso redox pues ningún elemento cambia de estado de oxidación.



3) ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) El número de oxidación del cloro en  $\text{ClO}_2^-$  es -1.
- b) Un elemento se oxida cuando cambia su número de oxidación de menos a más negativo.
- c) Un elemento se reduce cuando cambia su número de oxidación de menos a más positivo.
- d) El número de oxidación del manganeso en el permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ) es +7.
- e) En un ión la suma de los números de oxidación de los átomos que lo forman es cero.

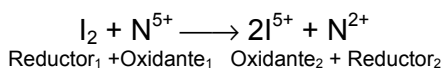
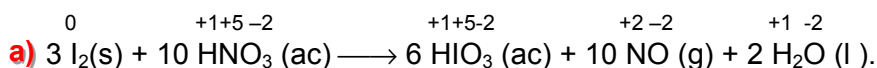


- a) Es falsa pues el número de oxidación del cloro es  $2 \times 2 - 1 = +3$ , la carga del anión clorito es  $-1$ .
- b) Falsa, un elemento se oxida si pierde electrones, sea cual sea el signo de su número de oxidación.
- c) Verdadera ya que el del K es  $+1$  y el del O es  $-2$ , luego  $4 \times (-2) + 1 = 7-$  que han de ser neutralizadas por el Mn, con número de oxidación  $+7$ .
- d) Falsa, en un ión la suma de los números de oxidación de sus componentes ha de dar la carga del ión.

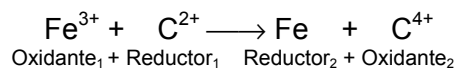
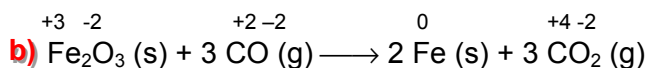


**4** Identificar el agente oxidante y el agente reductor en las siguientes reacciones químicas:

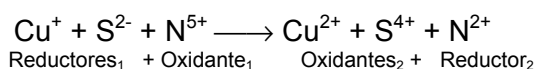
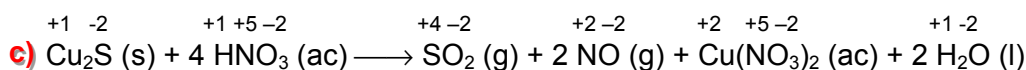
- a)  $3 \text{I}_2(\text{s}) + 10 \text{HNO}_3(\text{ac}) \longrightarrow 6 \text{HIO}_3(\text{ac}) + 10 \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .
- b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{CO}(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{Fe}(\text{s}) + 3 \text{CO}_2(\text{g})$ .
- c)  $\text{Cu}_2\text{S}(\text{s}) + 4 \text{HNO}_3(\text{ac}) \longrightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- d)  $\text{PbS}(\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) \longrightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .



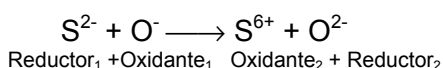
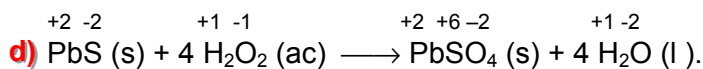
Ya que  $\text{I}_2 \longrightarrow 2\text{I}^{5+} + 10\text{e}^-$  cede electrones y  $\text{N}^{5+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{N}^{2+}$  capta electrones.



Ya que  $\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$  capta electrones y  $\text{C}^{2+} \longrightarrow \text{C}^{4+} + 3\text{e}^-$  cede electrones.



Ya que tanto el  $\text{Cu}^+ \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$  como el  $\text{S}^{2-} \longrightarrow \text{S}^{4+} + 6\text{e}^-$  ceden electrones y el  $\text{N}^{5+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{N}^{2+}$  capta electrones.



Ya que  $\text{S}^{2-} \longrightarrow \text{S}^{6+} + 8\text{e}^-$  cede electrones y  $\text{O}^- + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{O}^{2-}$  capta electrones



5) ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) Un reductor se reduce oxidando a un oxidante.
- b) Un oxidante se reduce oxidando a un reductor.
- c) Un oxidante reduce a un reductor y él se oxida.
- d) Un reductor se oxida oxidando a un reductor.



- a) Falsa, un reductor se oxida reduciendo a un oxidante
- b) Verdadera, un oxidante se reduce oxidando a un reductor.
- c) Falsa, un oxidante oxida a un reductor y el se reduce.
- d) Falsa, un reductor se oxida reduciendo a un oxidante.



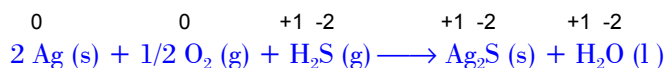
6) El sulfuro de plata, Ag<sub>2</sub>S, se produce por acción del oxígeno contaminado por sulfuro de hidrógeno, H<sub>2</sub>S:



¿Se trata de una-reacción redox? ¿Cuál es el agente oxidante? ¿Y el reductor?



Veamos si hay cambios en los números o estados de oxidación:



Sí es un proceso redox pues varían los estados de oxidación de la plata y el oxígeno.

El oxidante es el oxígeno que capta electrones:  $\text{O}_2 + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{O}^{2-}$

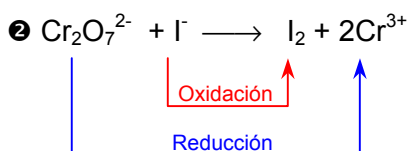
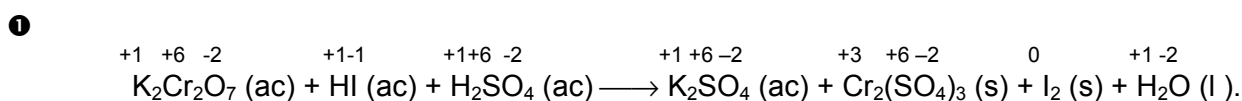
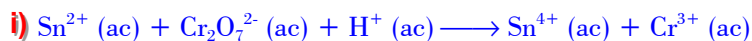
El reductor es la plata que cede electrones:  $\text{Ag} \longrightarrow \text{Ag}^+ + 1\text{e}^-$



## Estequiometría de reacciones de oxidación-reducción

7) Ajustar por el método del ion-electrón las siguientes ecuaciones redox:

- a)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ (ac)} + \text{HI (ac)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (s)} + \text{I}_2 \text{ (s)} + \text{H}_2\text{O (l)}$ .
- b)  $\text{KI (ac)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + \text{I}_2 \text{ (s)} + \text{H}_2\text{S (g)} + \text{H}_2\text{O (l)}$ .
- c)  $\text{KMnO}_4 \text{ (ac)} + \text{H}_2\text{O}_2 \text{ (ac)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} \longrightarrow \text{MnSO}_4 \text{ (ac)} + \text{O}_2 \text{ (g)} + \text{K}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + \text{H}_2\text{O (l)}$ .
- d)  $\text{Cl}_2 \text{ (g)} + \text{I}^- \text{ (ac)} \longrightarrow \text{IO}_3^- \text{ (ac)} + \text{Cl}^- \text{ (ac)} + \text{H}^+ \text{ (ac)}$ .
- e)  $\text{KIO}_3 \text{ (ac)} + \text{Al (s)} + \text{HCl (ac)} \longrightarrow \text{I}_2 \text{ (s)} + \text{AlCl}_3 \text{ (ac)} + \text{KCl (ac)} + \text{H}_2\text{O (l)}$ .

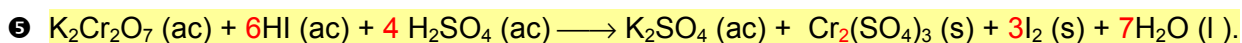
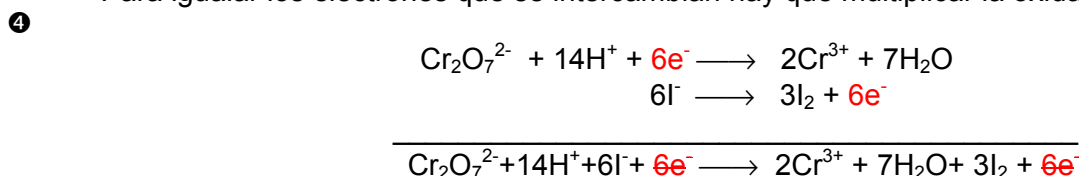


3 Ajuste de semireacciones:

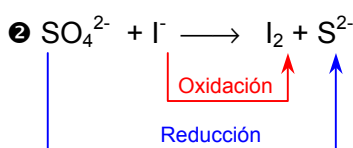
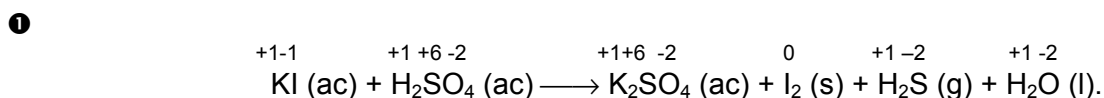
**Reducción:**  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}$ , primero las masas,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$  y por último las cargas,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$

**Oxidación:**  $\text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2$ , primero la masa,  $2\text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2$  y después la carga  $2\text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$

Para igualar los electrones que se intercambian hay que multiplicar la oxidación por 3.



En donde hemos distribuido los 14 protones entre los dos ácidos que los proporcionan, 8 en el sulfúrico (ya que hay 4 aniones sulfato en el 2º miembro) y 6 el Hidhídrico.



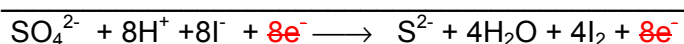
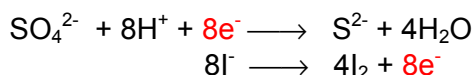
3 Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{S}^{2-}$ , primero ajustamos las masas,  $\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ \longrightarrow \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$  y por último las cargas,  $\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- \longrightarrow \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$

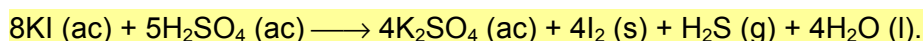
**Oxidación:**  $\text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2$ , primero la masa,  $2\text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2$  y después la carga  $2\text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$

Para igualar los electrones que se intercambian hay que multiplicar la oxidación por 4.

④

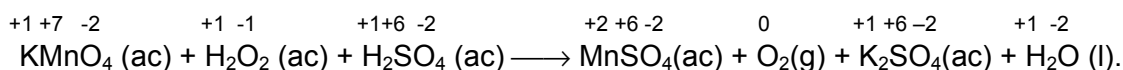


⑤  $8\text{KI}(\text{ac}) + 4\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \longrightarrow 4\text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 4\text{I}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .  
pero están sin ajustar los protones y el S del  $\text{H}_2\text{S}$ , y los oxígenos, lo arreglamos añadiendo una molécula de sulfúrico que añade 2 protones un azufre y cuatro oxígenos que necesitamos:

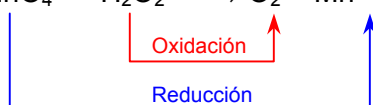


c)  $\text{KMnO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \longrightarrow \text{MnSO}_4(\text{ac}) + \text{O}_2(\text{g}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .

①



②  $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{O}_2 + \text{Mn}^{2+}$



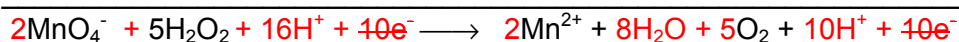
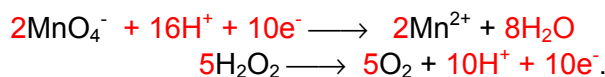
③ Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}$ , primero ajustamos las masas,  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$  y por último las cargas,  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

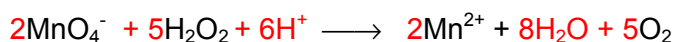
**Oxidación:**  $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{O}_2$ , primero ajustamos la masa  $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+$ , y después la carga  $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ .

Para igualar los electrones que se intercambian hay que multiplicar la oxidación por 5 y la reducción por 2.

④



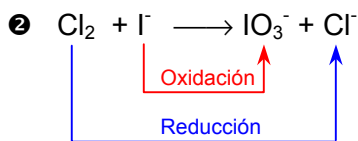
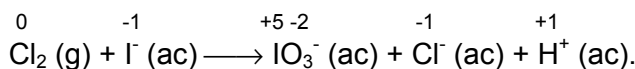
si simplificamos los protones nos queda:



⑤  $2\text{KMnO}_4(\text{ac}) + 5\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{MnSO}_4(\text{ac}) + 5\text{O}_2(\text{g}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 8\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .

d)  $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{I}^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{IO}_3^-(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac})$ .

1



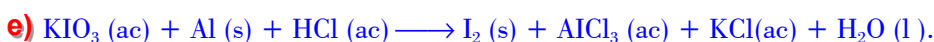
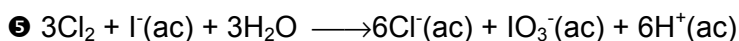
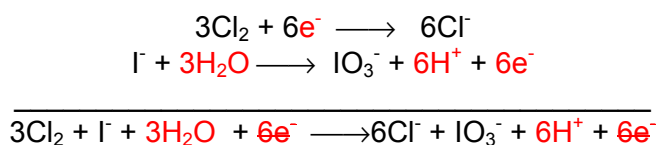
3 Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{Cl}_2 \longrightarrow \text{Cl}^-$ , primero ajustamos las masas,  $\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{Cl}^-$ , y por último las cargas,  $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-$ .

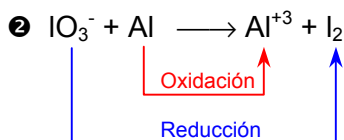
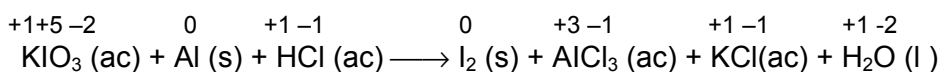
**Oxidación:**  $\text{I}^- \longrightarrow \text{IO}_3^-$ , primero ajustamos la masa  $\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{IO}_3^- + 6\text{H}^+$ , y después la carga  $\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^-$ .

Para igualar los electrones que se intercambian hay que multiplicar la reducción por 3.

4



1



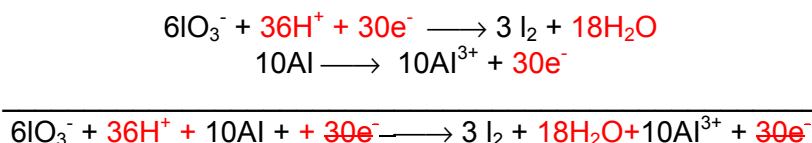
3 Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{IO}_3^- \longrightarrow \text{I}_2$ , primero ajustamos las masas,  $2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ \longrightarrow \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ , y por último las cargas,  $2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- \longrightarrow \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ .

**Oxidación:**  $\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+}$ , la masa está ajustada, ajustamos la carga  $\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ .

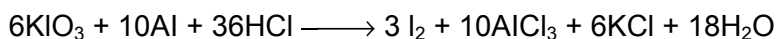
Para igualar los electrones que se intercambian hay que multiplicar la reducción por 3 y la oxidación por 10.

4

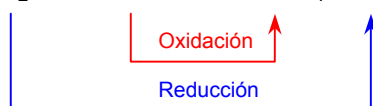
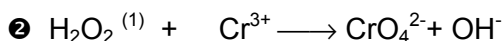
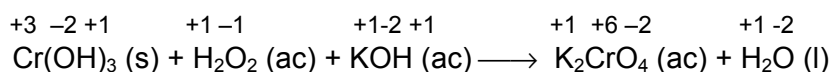


5 Introduciendo coeficientes:

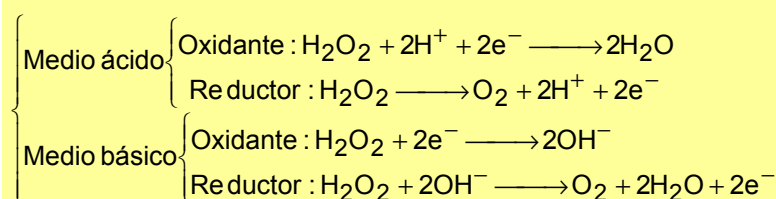
$6\text{KIO}_3 + 10\text{Al} + 36\text{HCl} \longrightarrow 3\text{I}_2 + 10\text{AlCl}_3 + \text{KCl} + 18\text{H}_2\text{O}$ , queda por ajustar el KCl del segundo miembro, que ponemos 6 potasios que hay en el primero:



1



(1) Dado la importancia de este reactivo, exponemos las semireacciones según el medio y si actúa como oxidante o reductor:



3 Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{OH}^-$ , véase el esquema anterior.

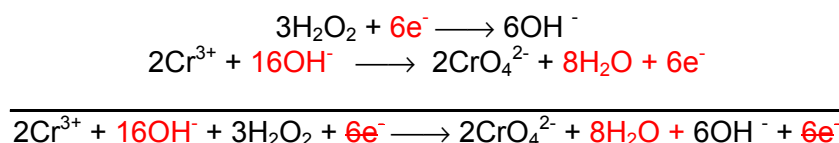
**Oxidación:**  $\text{Cr}^{3+} \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-}$ , primero ajustamos las masas teniendo en cuenta que estamos en medio básico<sup>(2)</sup>,  $\text{Cr}^{3+} + 8\text{OH}^- \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$ , y por último las cargas,  $\text{Cr}^{3+} + 8\text{OH}^- \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^-$ .

(2)

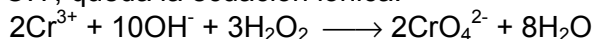
*Esta reacción ocurre en medio básico, para ajustar las semiecuaciones en este medio, se procede de forma similar a medio ácido pero se añaden al miembro con defecto de oxígenos el doble de OH⁻ que la cantidad de oxígenos necesarios y, en el lado contrario, la mitad de las moléculas de agua que de OH⁻ añadidos*

Para igualar los electrones que se intercambian hay que multiplicar la reducción por 3 y la oxidación por 2.

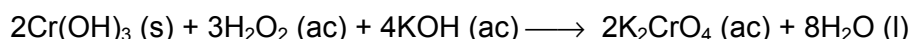
4



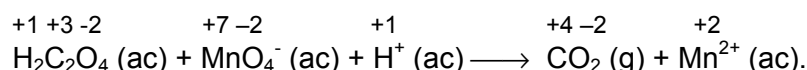
5 Después de simplificar los OH⁻, queda la ecuación iónica:



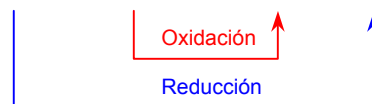
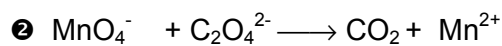
cuyos coeficientes introducimos en la molecular teniendo en cuenta que de los 10 OH⁻, 6 los proporciona el hidróxido de cromo(III) y los cuatro restantes (para balancear los 4 K del segundo miembro) el hidróxido de potasio:



1







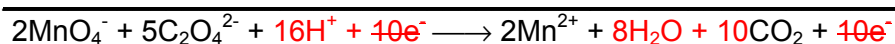
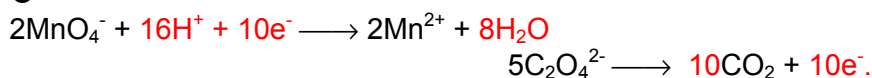
Ⓔ Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}$ , ajustamos la masa teniendo en cuenta que estamos en medio ácido,  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$  y la carga  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ .

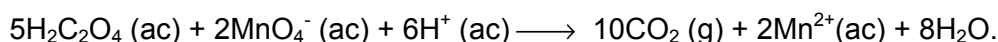
**Oxidación:**  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \longrightarrow \text{CO}_2$ , primero ajustamos las masas,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \longrightarrow 2\text{CO}_2$  y por último las cargas,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{e}^-$ .

Para igualar los electrones que se intercambian hay que multiplicar la reducción por 2 y la oxidación por 5.

④



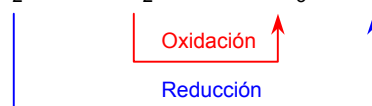
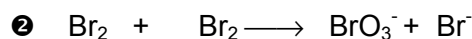
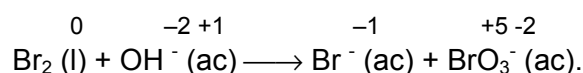
Ⓔ Introduciendo coeficientes:



En donde hemos tenido en cuenta que de los 16 protones necesarios 10 ya los proporciona el acético.



①



Es la primera dismutación que nos aparece, la misma sustancia ( $\text{Br}_2$ ) se oxida y se reduce.

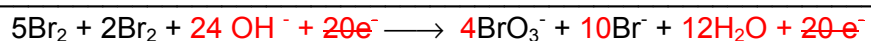
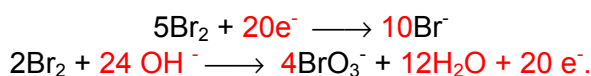
Ⓔ Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{Br}_2 \longrightarrow \text{Br}^-$ , ajustamos la masa  $\text{Br}_2 \longrightarrow 2\text{Br}^-$  y la carga  $\text{Br}_2 + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Br}^-$ .

**Oxidación:**  $\text{Br}_2 \longrightarrow \text{BrO}_3^-$ , primero ajustamos las masas teniendo en cuenta que estamos en medio básico, ajustando primero como si estuviese en medio ácido  $\text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+$ , ahora sumamos a ambos miembros los 12  $\text{OH}^-$  que neutralizan los protones formando moléculas de agua, con lo que tenemos  $\text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 12\text{OH}^- \longrightarrow 2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}_2\text{O}$ , simplificando las moléculas de agua y ajustando carga tenemos la semireacción ajustada  $\text{Br}_2 + 12\text{OH}^- \longrightarrow 2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e}^-$ .

Para igualar los electrones que se intercambian hay que multiplicar la reducción por 5 y la oxidación por 2.

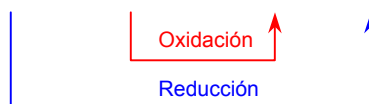
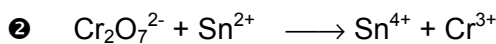
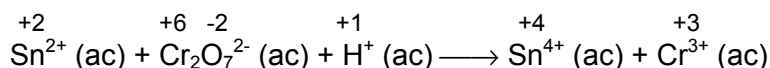
④



5 Introduciendo coeficientes:



1



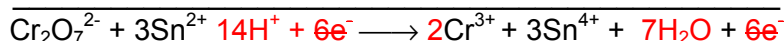
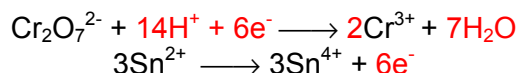
3 Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow \text{Cr}^{3+}$ , ajustamos primero la masa  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$  y después la carga  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ .

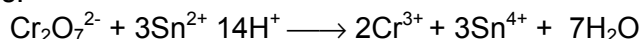
**Oxidación:**  $\text{Sn}^{2+} \longrightarrow \text{Sn}^{4+}$ , ajustamos la carga  $\text{Sn}^{2+} \longrightarrow \text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^-$

Para igualar los electrones que se intercambian hay que multiplicar la oxidación por 3.

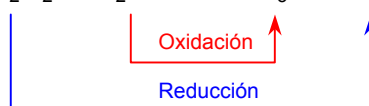
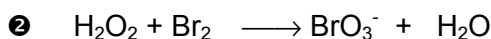
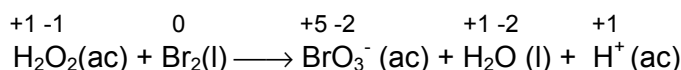
4



5 Introduciendo coeficientes:



1



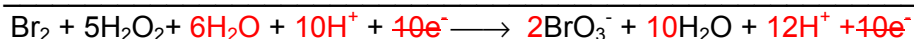
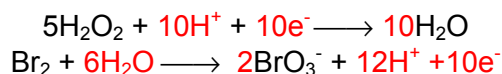
3 Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$ , ajustamos primero la masa teniendo en cuenta que estamos en medio básico y el agua oxigenada actúa como oxidante (ver apartado f)  $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$  y después la carga  $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ .

**Oxidación:**  $\text{Br}_2 \longrightarrow \text{BrO}_3^-$ , primero ajustamos la masa pero ahora en medio ácido  $\text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+$  y después ajustamos la carga  $\text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^-$ .

Para igualar los electrones que se intercambian hay que multiplicar la reducción por 5.

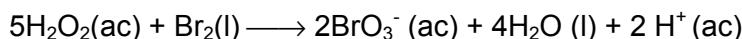
4



Simplificando H<sub>2</sub>O y H<sup>+</sup> queda:



5 Introduciendo coeficientes:



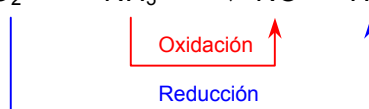
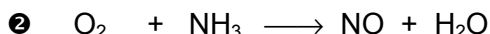
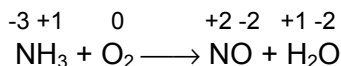
8 Escribir y ajustar las siguientes reacciones redox:

- a) La oxidación de NH<sub>3</sub> a NO por oxígeno molecular (en la reacción el O<sub>2</sub> se reduce a H<sub>2</sub>O).
- b) La reacción de H<sub>2</sub>S con SO<sub>2</sub> para dar azufre y agua (el H<sub>2</sub>S es reductor mientras que el SO<sub>2</sub> se comporta como oxidante).
- c) La oxidación del ion NO<sub>2</sub><sup>-</sup> a NO<sub>3</sub><sup>-</sup> por MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> en medio ácido (en la reacción se produce Mn<sup>2+</sup>).



a) La reacción es NH<sub>3</sub> (g) + O<sub>2</sub> (g) → NO (g) + H<sub>2</sub>O (l) que ajustamos mediante el método ión - electrón

1



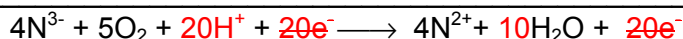
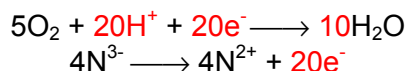
3 Ajuste de semireacciones:

**Reducción:** O<sub>2</sub> → H<sub>2</sub>O, ajustamos primero la masa O<sub>2</sub> + 4H<sup>+</sup> → 2H<sub>2</sub>O y después la carga O<sub>2</sub> + 4H<sup>+</sup> + 4e<sup>-</sup> → 2H<sub>2</sub>O.

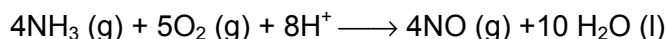
**Oxidación:** N<sup>3-</sup> → N<sup>2+</sup> ajustando la carga N<sup>3-</sup> → N<sup>2+</sup> + 5e<sup>-</sup>

Para igualar los electrones intercambiados tenemos que multiplicar la reducción por 5 y la oxidación por 4.

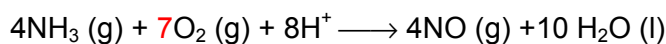
4



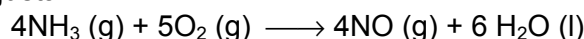
5 Introduciendo coeficientes:



En donde hemos puesto los 8 hidrógenos que faltan como protones, ahora quedan los 4 oxígenos del No sin tener en cuenta luego:

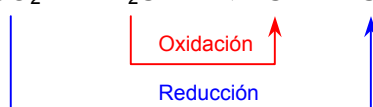
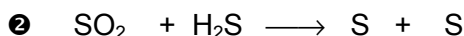
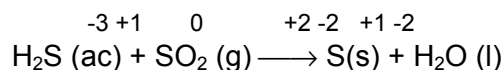


También podríamos ajustar:



**b)** La reacción es  $\text{H}_2\text{S}(\text{ac}) + \text{SO}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{S}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$  que ajustamos mediante el método ión - electrón

1



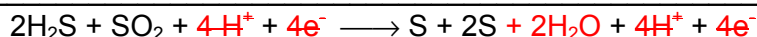
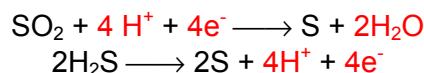
3 Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{SO}_2 \longrightarrow \text{S}$ , ajustamos primero la masa  $\text{SO}_2 + 4\text{H}^+ \longrightarrow \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$  y después la carga  $\text{SO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \longrightarrow \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ .

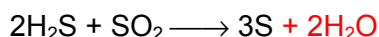
**Oxidación:**  $\text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{S}$  ajustando la masa  $\text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{S} + 2\text{H}^+$  y después la carga tenemos  $\text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

Para igualar los electrones intercambiados tenemos que multiplicar la oxidación por 2.

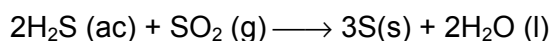
4



y teniendo en cuenta que  $\text{S} + 2\text{S} = 3\text{S}$ , queda:

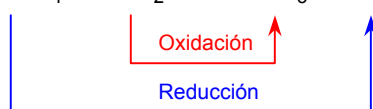
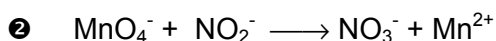
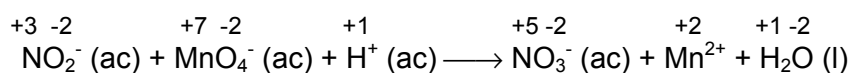


5 Introduciendo coeficientes:



**c)** La reacción es  $\text{NO}_2^-(\text{ac}) + \text{MnO}_4^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{NO}_3^-(\text{ac}) + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$  que ajustamos mediante el método ión - electrón

1



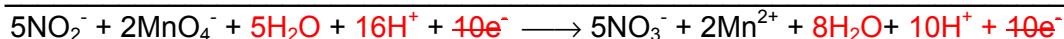
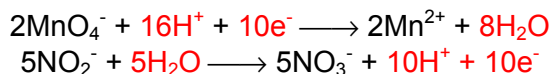
3 Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}$ , ajustamos primero la masa  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ , y después la carga  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ .

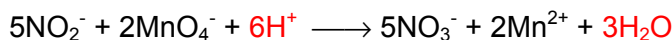
**Oxidación:**  $\text{NO}_2^- \longrightarrow \text{NO}_3^-$  ajustando la masa  $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$  y después la carga tenemos  $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ .

Para igualar los electrones intercambiados tenemos que multiplicar la oxidación por 5 y reducción por 2.

4



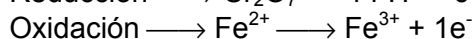
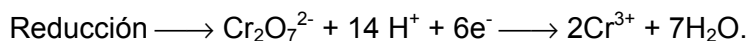
y simplificando protones y agua, queda:



① El dicromato de potasio,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , en medio ácido ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) oxida los iones  $\text{Fe}^{2+}$  a  $\text{Fe}^{3+}$  reduciéndose a  $\text{Cr}^{3+}$ . Una muestra de 3,12 g de un mineral que contiene  $\text{FeSO}_4$  se disuelve en agua y se acidula con  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Esta disolución se valora con 29,43 ml de dicromato de potasio 0,0842 M. ¿Cuál es el porcentaje de sulfato de hierro (II) en la muestra?



Las semireacciones redox son:



Como el número de electrones de la reducción es 6, la normalidad del dicromato será:

$$N = M \cdot \text{Val} = 0,0842 \cdot 6 = 0,5052 \text{ N}$$

El nº de equivalentes en la valoración redox =  $N(\text{dicromato}) \cdot V$  (litros) =  $0,5052 \text{ eqi./litro} \cdot 0,02943 \text{ litros}$  = 0,014868 equivalentes que serán los equivalentes del reductor valorados:

$$\text{n}^\circ \text{ equivalentes} = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles}}{\text{Val}} = \frac{\text{gr}/M}{\text{Val}} = 0,014868 \Rightarrow \text{gr} = \text{n}^\circ \text{ de equivalentes} \cdot M \cdot \text{Val} = 0,014868 \cdot (32 + 64 + 56) \cdot 1 = 2,26 \text{ g de FeSO}_4.$$

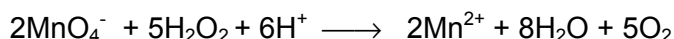
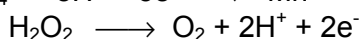
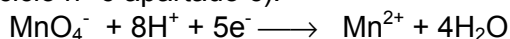
Como había 3,12 g de mineral, el % de  $\text{FeSO}_4$  en la muestra =  $\frac{2,26}{3,12} \cdot 100 = 72,43 \%$ .



①① En medio ácido, el permanganato de potasio oxida al peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , a  $\text{O}_2$  reduciéndose a iones  $\text{Mn}^{2+}$ . Escribir y ajustar la ecuación iónica global. Si para valorar 20,0 ml de agua oxigenada son necesarios 22,4 ml de una disolución de  $\text{KMnO}_4$  0,520 M, determinar la concentración de  $\text{H}_2\text{O}_2$  en el agua oxigenada expresada en mol/l y g/l.



Se ha ajustado en el ejercicio nº 6 apartado c):



Como el nº de equivalentes del oxidante = nº de equivalentes del reductor, se cumplirá:

$$N(\text{permanganato}) \cdot V(\text{permanganato}) = N(\text{agua oxigenada}) \cdot V(\text{agua oxigenada})$$

$$M(\text{permanganato}) \cdot \text{Val}(\text{semireacción}) \cdot V(\text{permanganato}) = M(\text{agua oxigenada}) \cdot \text{Val}(\text{semireacción}) \cdot V(\text{agua oxigenada})$$

$0,520 \text{ M} \cdot 5 \cdot 22,4 \text{ ml} = \text{M}(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot 2 \cdot 20,0 \text{ ml} \Rightarrow \text{M}(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{0,520 \cdot 5 \cdot 22,4}{2 \cdot 20,0} = 1,456 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$  y, teniendo en cuenta que el peso molecular del agua oxigenada es  $34 \text{ g/mol}$ , la concentración en  $\text{g/l} = 1,456 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 34 \text{ g/mol} = 49,5 \text{ g/l}$ .



①① El cloro,  $\text{Cl}_2$  (g), se puede obtener en el laboratorio por reacción de  $\text{MnO}_2$  (s) con ácido clorhídrico. En la reacción también se forma  $\text{MnCl}_2$ .

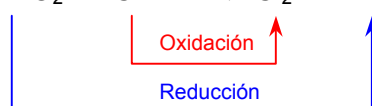
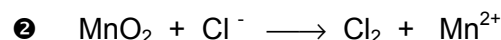
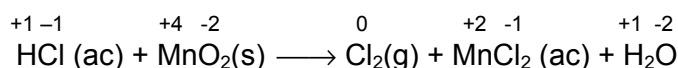
a) Escribir la ecuación química ajustada.

b) ¿Qué volumen de ácido clorhídrico del 38 % en masa y densidad  $1,2 \text{ g/ml}$  se necesita para obtener un litro de  $\text{Cl}_2$  (g) medido a  $25^\circ\text{C}$  y  $1 \text{ atm}$ ?



a)

①



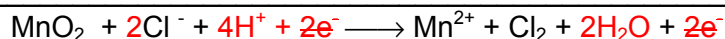
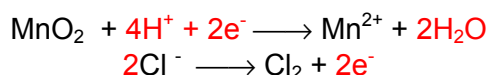
③ Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{MnO}_2 \longrightarrow \text{Mn}^{2+}$  ajustando la masa  $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$  y después la carga tenemos  $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ .

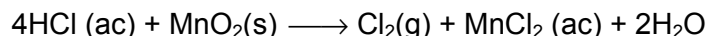
**Oxidación:**  $\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2$ , ajustamos primero la masa  $2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2$ , y después la carga  $2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$

Los electrones intercambiados son iguales.

④



⑤ Introduciendo coeficientes:



b) 1 litro de cloro a esa presión y temperatura contiene, según la ley de los gases perfectos, un número de moles:

$$n = \frac{P \cdot V}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ litro}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{litro}}{^\circ\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (25 + 273)^\circ\text{K}} = 0,041 \text{ moles de cloro}$$

que según la estequiometría de la reacción ajustada en el apartado anterior necesitarán el cuádruplo (0,164) de moles de HCl, luego el volumen necesario será:

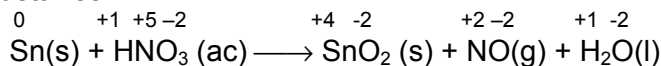
$$0,164 \text{ moles de HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g de disolución}}{38 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ ml de disolución}}{1,2 \text{ g de disolución}} = 13,13 \text{ ml de disolución de HCl}$$



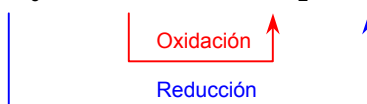
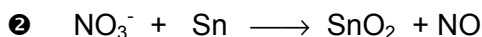
①② Cuando una muestra de una aleación que contiene estaño se trata con ácido nítrico, el estaño se oxida para formar SnO<sub>2</sub> (s) y el ion NO<sub>3</sub><sup>-</sup> se reduce a NO (g). Si con 1,00 g de muestra se obtienen 0,38 g de SnO<sub>2</sub>, ¿cuál es el porcentaje de estaño en la muestra?



① La reacción redox sin ajustar es:



La ajustamos mediante el método ión-electrón:



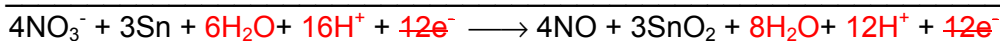
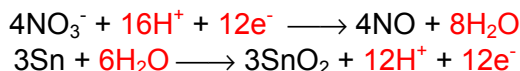
③ Ajuste de semireacciones:

**Reducción:** NO<sub>3</sub><sup>-</sup> → NO ajustando la masa y la carga NO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 4H<sup>+</sup> + 3e<sup>-</sup> → NO + 2H<sub>2</sub>O ya que de los 3 oxígenos del anión nitrato tiene ya uno el NO.

**Oxidación:** Sn + 2H<sub>2</sub>O → SnO<sub>2</sub> + 4H<sup>+</sup> + 4e<sup>-</sup>

Hay que multiplicar la reducción por 4 y la oxidación por 3 para igualar los electrones intercambiados.

④



que, al simplificar agua protones y electrones queda:



⑤ Introduciendo coeficientes:



$$0,38 \text{ g de SnO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de SnO}_2}{150,7 \text{ g de SnO}_2} \cdot \frac{3 \text{ moles de Sn}}{3 \text{ moles de SnO}_2} \cdot \frac{118,7 \text{ g de Sn}}{1 \text{ mol de Sn}} \cdot \frac{100 \text{ g muestra}}{1 \text{ gr de muestra}} = 29,93\% \text{ de Sn puro}$$

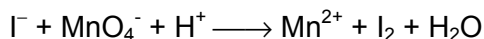
en la muestra.



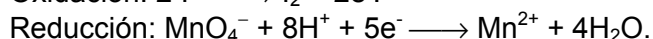
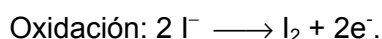
①③ La concentración de iones I<sup>-</sup> de una disolución problema se puede determinar por valoración con MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> en medio ácido. En la reacción se obtiene Mn<sup>2+</sup> y I<sub>2</sub> como productos. Si se necesitan 17,2 ml de una disolución de NaI para valorar 25 ml de una disolución de KMnO<sub>4</sub> 0,08 M, ¿cuál es la concentración de I<sup>-</sup> en la disolución original?



La reacción sin ajustar es:



Y las semiecuaciones:



Como la valoración ocurre equivalente gramo a equivalente gramo, se cumplirá:

$$N(\text{NaI}) \cdot V(\text{NaI}) = N(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \Leftrightarrow M(\text{NaI}) \cdot \text{Val}(\text{NaI}) \cdot V(\text{NaI}) = N(\text{KMnO}_4) \cdot \text{Val}(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)$$

de donde despejamos:

$$M_{\text{NaI}} = \frac{M_{\text{KMnO}_4} \cdot \text{Val}_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4}}{\text{Val}_{\text{NaI}} \cdot V_{\text{NaI}}} = \frac{0,08\text{M} \cdot (5\text{e}^-) \cdot 25\text{ml}}{2\text{e}^- \cdot 17,2\text{ml}} = 0,29 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

que equivalen a 0,58 N.



## Pilas eléctricas. Potenciales de reducción estándar.

**14** ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son falsas refiriéndose a una pila electroquímica?

- a) La oxidación tiene lugar en el ánodo.
- b) La reducción tiene lugar en el cátodo.
- c) El polo negativo es el cátodo.
- d) Los electrones van siempre del cátodo al ánodo.
- e) El polo negativo es el ánodo.



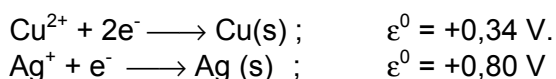
- a) Verdadera, el ánodo capta los electrones del reductor que se oxida.
- b) Verdadera, el cátodo cede  $\text{e}^-$  al oxidante que se reduce.
- c) Falsa, el polo negativo es el ánodo.
- d) Falsa, es al contrario, los  $\text{e}^-$  van de polo (-) al positivo (+).
- e) Verdadera, el polo negativo es el ánodo.



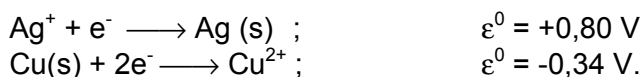
**15** ¿Es posible conservar una disolución 1 M de  $\text{CuSO}_4$  en un recipiente de plata metálica? ¿Y en uno de cinc?



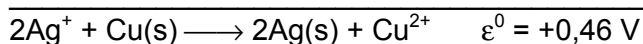
Para estudiar si el  $\text{Cu}^{2+}$  (catión que hay en la disolución de  $\text{CuSO}_4$ ) ataca a la plata buscamos sus potenciales de reducción estándar:



Vemos que es el catión plata el que tiene tendencia a atacar al Cu, es decir la reacción espontánea es:

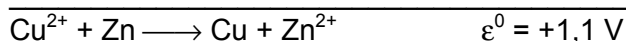
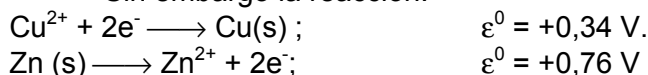






luego la disolución de catión cúprico puede conservarse en el recipiente de plata sin atacarlo.

Sin embargo la reacción:



Sí es espontánea y el catión cúprico ataca y disuelve el recipiente de Zn.



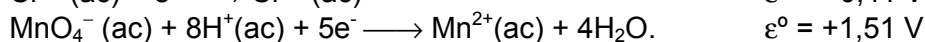
①⑥ De acuerdo con la tabla 1, indicar cuáles de los siguientes pares de iones pueden coexistir en disolución acuosa.

- a)  $\text{Cr}^{2+}$  y  $\text{MnO}_4^-$
- b)  $\text{Fe}^{3+}$  y  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- c)  $\text{Cr}^{3+}$  y  $\text{I}^-$
- d)  $\text{Mn}^{2+}$  y  $\text{Cl}^-$

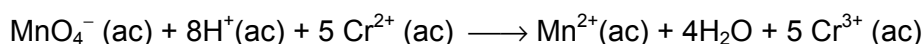


a)  $\text{Cr}^{2+}$  y  $\text{MnO}_4^-$

Si escribimos los potenciales de reducción de las semireacciones en que intervienen estas sustancias, fijándonos en la tabla:



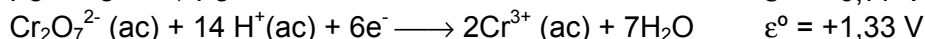
Vemos que el  $\text{MnO}_4^-$  actuará como oxidante (tiene mayor potencial de reducción) reduciéndose y el  $\text{Cr}^{2+}$  como reductor oxidándose según la reacción:



Luego no pueden coexistir en la disolución pues reaccionarán entre ellos según la reacción anterior.

b)  $\text{Fe}^{3+}$  y  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

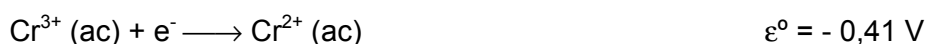
Escribimos las semireacciones de reducción con sus potenciales:



el dicromato tiene mayor potencial de reducción y actuará como oxidante frente al catión ferroso, luego los dos iones pueden coexistir en disolución si dar lugar a reacción, reaccionaría con el catión férrico pero no con el férrico ya que el para tiene tendencia a oxidarse.

c)  $\text{Cr}^{3+}$  y  $\text{I}^-$

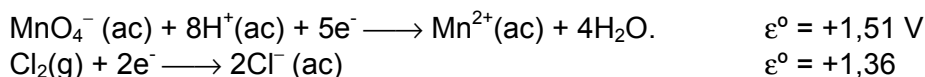
Escribimos las semireacciones de reducción con sus potenciales:



Vemos que el yodo actuará como oxidante y el  $\text{Cr}^{2+}$  como reductor, la reacción inversa, por tanto, no es espontánea y pueden coexistir las dos especies sin dar lugar a reacción.

d)  $\text{Mn}^{2+}$  y  $\text{Cl}^-$

Escribimos las semirecciones de reducción con sus potenciales:



el cloro (de mayor potencial) actuará como oxidante y el  $\text{Mn}^{2+}(\text{ac})$  como reductor, luego sí pueden coexistir los iones  $\text{Mn}^{2+}$  y  $\text{Cl}^-$  sin reaccionar.

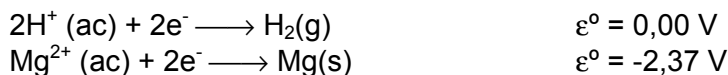


①⑦ Razonar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) El hidrógeno es más reductor que el magnesio.
- b) Las sales de sodio son poco oxidantes.
- c) El bromo es más oxidante que el yodo.
- d) El ión yoduro es más reductor que el ión cloruro.
- e) El hidrógeno es más reductor que la plata.



a) Si escribimos las dos semirecciones de reducción:



podemos constatar que el magnesio es más reductor que el hidrógeno, está por encima de él en la tabla de potenciales.

b) El potencial de reducción de la semireacción  $\text{Na}^+(\text{ac}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$  es muy negativo (-2,71V), siendo el Na un reductor enérgico, sus sales (disoluciones de  $\text{Na}^+$ ) serán oxidantes muy débiles.

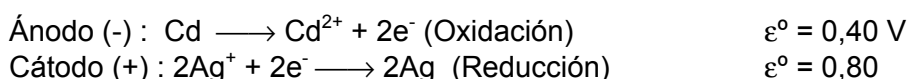
c) Como el bromo está por debajo del yodo en la tabla de potenciales de reducción será más oxidante.

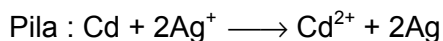
d) Como el cloro está por debajo del yodo en la tabla de potenciales de reducción será más oxidante y sus iones al contrario, luego el yoduro ( $\text{I}^-$ ) es más reductor que el ión cloruro ( $\text{Cl}^-$ )

e) Correcto pues está por encima en la tabla de potenciales de reducción.



①⑧ A partir de los datos de la tabla 1, calcular el voltaje de la siguiente pila y escribir las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo:





$\epsilon^\circ = 0,40 + 0,80 = 1,20 \text{ V.}$



1) La reacción global de una pila es la siguiente:  $\text{Cu}^{2+}(1 \text{ M}) + \text{Ni}(\text{s}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(1 \text{ M})$

- a) Escribir la notación simplificada de la pila.
- b) ¿Cuál es el sentido de circulación de los electrones?
- c) ¿Cuál es el voltaje de la pila?



a)  $(-) \text{Ni} | \text{Ni}^{2+}(1\text{M}) || \text{Cu}^{2+}(1\text{M}) | \text{Cu} (+)$

b) Los electrones circulan del ánodo (polo -) al cátodo (polo +).

c)  $\epsilon^\circ = \epsilon_{\text{Cátodo}} - \epsilon_{\text{Ánodo}} = \epsilon_{\text{Reducción}} - \epsilon_{\text{Oxidación}} = 0,34 \text{ V} - (-0,25 \text{ V}) = 0,59 \text{ V.}$



2) Indicar cuáles de los siguientes metales reaccionan con ácido clorhídrico 1 M:

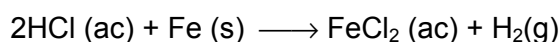
- a) Hierro
- b) Plata
- c) Plomo
- d) Cobre

Escribir en cada caso la reacción correspondiente.



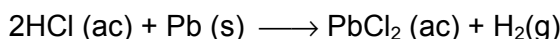
Reaccionan con el HCl los metales capaces de reducir el  $\text{H}^+$  a  $\text{H}_2$  que son los que tienen un potencial de reducción negativo.

a) Sí reacciona con el HCl pues su  $\epsilon^\circ = -0,44 \text{ V}$ , su reacción sería:



b) No es atacada por el HCl, pues su  $\epsilon^\circ = +0,80 \text{ V}$ .

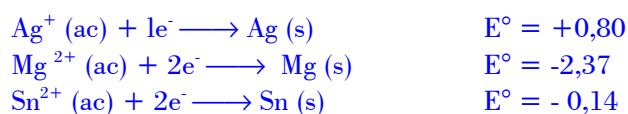
c) Si es atacado por el clorhídrico ya que  $\epsilon^\circ = -0,13 \text{ V}$ , la reacción:



d) No es atacado por el HCl ya que su  $\epsilon^\circ = +0,34 \text{ V}$ .



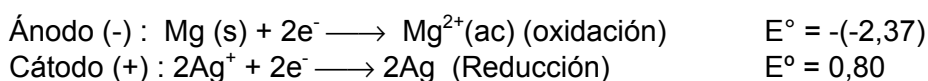
3) Indicar qué combinación de las siguientes semirreacciones conduce a la pila electroquímica de mayor voltaje en condiciones estándar ( $\Delta E^\circ$ ). ¿Por qué?



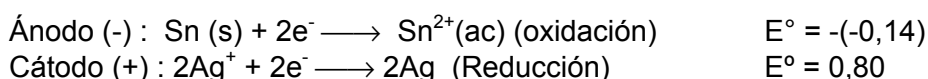
¿Qué combinación permite obtener la pila de menor voltaje en condiciones estándar?



La de mayor voltaje sería:



La de menor voltaje:



El resto de combinaciones daría voltajes negativos o en el intervalo.

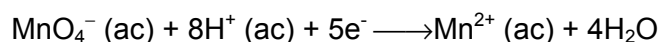


## Electrólisis

②② ¿Cuántos faradays se requieren para reducir un mol de  $\text{MnO}_4^-$  a  $\text{Mn}^{2+}$  en medio ácido? ¿Cuántos son necesarios para reducirlo a  $\text{MnO}_2$ ? Calcular la cantidad de carga (culombios) necesaria en cada caso.

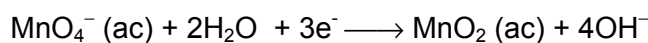


La semireacción ajustada es:



Se necesitan pues 5 moles de electrones es decir 5 Faradays.

Para reducirlo a  $\text{MnO}_2$ , la semireacción es:



luego se necesitan 3 Faradays.

Para hallar la carga necesaria tenemos en cuenta que 1 Faraday = 96 500 C, luego 5 Faradays =  $5 \cdot 96\,500 \text{ C} = 482\,500 \text{ C}$  se necesitan en el primer caso y 3 Faradays  $\cdot 96\,500 \text{ C} = 289\,500 \text{ C}$  en el segundo.



②③ Calcular los gramos de plata que se depositan en el cátodo y la concentración de iones  $\text{Ag}^+$  que quedan en disolución, una vez finalizada la electrólisis de un litro de disolución acuosa de  $\text{AgNO}_3$  0,1 M si se ha hecho pasar a través de ella una corriente de 0,25 A durante una hora.



La semireacción redox es  $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$ .

Cantidad de electricidad que atraviesa la celda =  $Q = I \cdot t = 0,25 \text{ A} \cdot 1 \cdot 3 \text{ 600 s} = 900 \text{ C}$ , que consumen un  $n^\circ$  de moles de electrones =  $Q/F = 900 \text{ C} / 96 \text{ 500 C/mol de } e^- = 9,32 \cdot 10^{-3}$  moles de electrones, que, como, según la reacción, se necesita un electrón por mol, equivalen a esos moles de plata, luego:

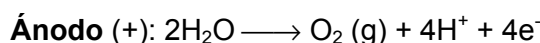
Gramos de plata depositados =  $9,32 \cdot 10^{-3}$  moles de Ag  $\cdot \frac{108 \text{ g de Ag}}{1 \text{ mol de Ag}} = 1,007 \text{ g de Ag}$  se depositan en el cátodo, quedando  $0,1 \text{ moles} - 9,32 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } = 0,09 \text{ moles/l de Ag}^+$  en disolución acuosa.



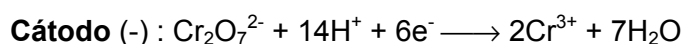
24 El cromado de una superficie metálica se puede realizar electrolizando una disolución acuosa ácida de dicromato de sodio,  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Suponiendo que en el ánodo se forma oxígeno gaseoso, escribir las reacciones que tienen lugar en la celda electrolítica.



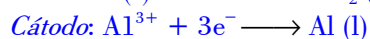
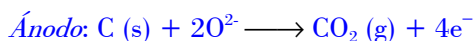
Si en el Ánodo se obtiene oxígeno es porque el agua actúa como reductor oxidándose:



Luego, en el cátodo tiene lugar la reducción del anión dicromato:



25 El aluminio se obtiene por electrólisis de su óxido,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  fundido. El ánodo es un electrodo de carbón que se consume en la reacción. Las semirreacciones que tienen lugar son:



- a) ¿Qué cantidad de electricidad se necesita para obtener 1,0 kg de aluminio?  
b) ¿Cuántos gramos de carbono se consumen en el ánodo durante el proceso?



a)

$$1 \text{ 000 g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol de electrones}}{1 \text{ mol de Al}} \cdot \frac{96 \text{ 500 C}}{1 \text{ mol de } e^-} = 10,72 \cdot 10^6 \text{ C}$$

b) La reacción ajustada es  $3\text{C} + 6\text{O}^{2-} + 4\text{Al}^{3+} \longrightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{Al}$ , luego:

$$1 \text{ 000 g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol de C}}{4 \text{ mol de Al}} \cdot \frac{12 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de C}} = 333,3 \text{ g de C se consumen en el proceso.}$$



26 Una corriente eléctrica continua pasa a través de una celda electrolítica que contiene una disolución acuosa de  $\text{AgNO}_3$  y al cabo de un cierto tiempo se depositan 2,0 g de plata. ¿Cuántos gramos de cobre se depositarán en una celda electrolítica que contiene una disolución acuosa de  $\text{CuCl}_2$  al pasar la misma carga eléctrica que en la celda anterior?



La semireacción que ocurre al depositarse la plata es:  $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$   
Hallamos ahora la cantidad de electricidad necesaria para depositar 2,0 g de plata:

$$2,0 \text{ g de Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{108 \text{ g de Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol de electrones}}{1 \text{ mol de Ag}} \cdot \frac{96\,500 \text{ C}}{1 \text{ mol de e}^-} = 1787 \text{ C}$$

que se usan para depositar cobre en otra cuba, en donde la semireacción es:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$ , luego se obtienen:

$$1\,787 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol de e}^-}{96\,500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cu}}{2 \text{ moles de e}^-} \cdot \frac{63,5 \text{ g de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}} = 0,588 \text{ g de Cu se depositan.}$$



**27** En la electrólisis de una disolución acuosa de una sal de manganeso se producen 2,56 g de manganeso metal cuando se hace pasar una corriente eléctrica de 10,0 amperios durante 30 minutos. ¿Cuál es el número de oxidación del manganeso en dicha sal?



Si se hacen pasar 10,0 A en 30 min, la cantidad de electricidad que atraviesa la cuba electrolítica es  $Q = I \cdot t = 10,0 \text{ A} \cdot 1800 \text{ s} = 18\,000 \text{ C}$  que son  $\frac{18\,000 \text{ C}}{96\,500 \text{ C/mol de e}^-} = 0,1865 \text{ moles de e}^-$ .

Como 2,56 g de Mn = 2,56 g de Mn  $\cdot \frac{1 \text{ mol de Mn}}{55 \text{ g de Mn}} = 0,0465 \text{ moles de Mn}$  son los que se depositan

La relación entre los moles que se consumen y los moles de Mn que se depositan nos proporcionará el estado de oxidación:

$$\frac{0,1865}{0,465} \approx 4$$



## Cuestiones y problemas generales

**28** Se necesita fabricar 500 latas de aluminio para envasar refrescos. Si para producir una lata se requieren 16,0 g de aluminio, ¿durante cuánto tiempo se ha de pasar una corriente de 40,0 A a través de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  fundido para obtener el aluminio necesario si el rendimiento del proceso es del 90 %? Solución: 661,8 horas



La semireacción de electrodeposición del aluminio es:  $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Al (l)}$

$$500 \text{ latas de Al} \cdot \frac{16,0 \text{ g de Al}}{1 \text{ lata de Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} \cdot \frac{3 \text{ moles de e}^-}{1 \text{ mol de Al}} \cdot \frac{96\,500 \text{ C}}{1 \text{ mol de e}^-} \cdot \frac{100}{90} = 95\,308\,642 \text{ C se necesitan.}$$

Como la intensidad de la corriente usada es de 40,0 A, el tiempo necesario para suministrar esa electricidad es:

$$t = \frac{Q}{A} = \frac{95308642C}{40A} = 2\,382\,716\text{ s} = 2\,382\,716\text{ s} \cdot \frac{1\text{hr}}{3600\text{s}} = 661,87\text{ hr.}$$

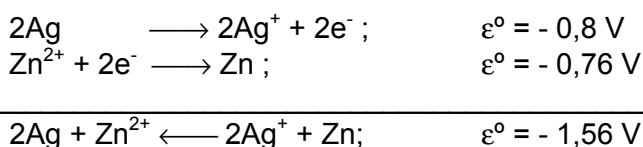


29 A partir de los datos de la tabla 1, razonar en cuáles de las siguientes situaciones se produce una reacción redox espontánea:

- a) Se introduce un alambre de plata en una disolución 1 M de ZnSO<sub>4</sub>.
- b) Se borbotea una corriente de cloro gaseoso a través de una disolución 1 M de KI.
- c) Se introduce un agitador de aluminio en una disolución 1 M de CuSO<sub>4</sub>.
- d) Una lámina de cinc metálico se introduce en una disolución 1 M de NiSO<sub>4</sub>.



a) Como el ZnSO<sub>4</sub> es electrolito fuerte, está totalmente dissociado ZnSO<sub>4</sub> → Zn<sup>2+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, luego tenemos plata en disolución de Zn<sup>2+</sup>, las semireacciones y potenciales son:



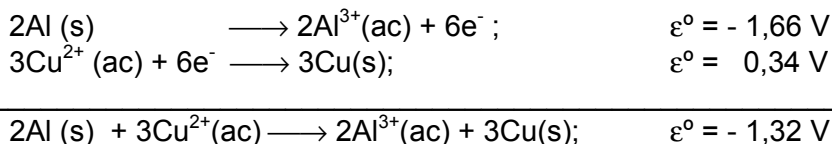
No es espontánea, pues el potencial es negativo, es espontánea en sentido contrario.

b)  $\text{KI} \longrightarrow \text{K}^+ + \text{I}^-$



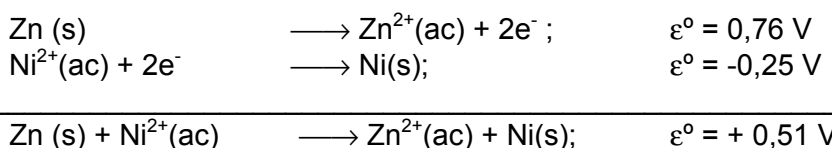
No hay reacción pues los dos son oxidantes.

c)  $\text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$



no es espontánea pues  $\epsilon^\circ < 0$ .

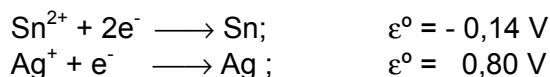
d)  $\text{NiSO}_4 \longrightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$



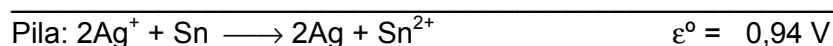
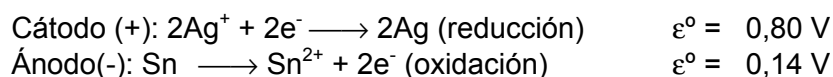
es espontánea pues  $\epsilon^\circ > 0$ .



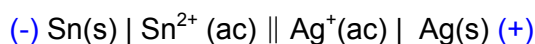
31 Dibujar el esquema de una pila de  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$  y  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  en condiciones estándar. Identificar el ánodo y el cátodo; escribir las semirreacciones que tienen lugar en ambos. ¿Cuál es la voltaje de la pila?



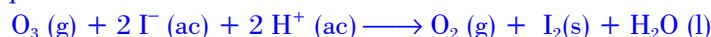
Luego el catión  $\text{Ag}^+$  se reduce actuando como cátodo y el Sn se oxida actuando como ánodo:



El esquema de la pila:



31 Una muestra de aire que contiene ozono se trata con una disolución ácida de KI. La reacción que se produce es:



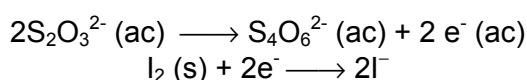
El yodo formado se puede valorar con una disolución de tiosulfato de sodio de acuerdo con la reacción:



Sabiendo que se necesitan 14,27 ml de una disolución  $2,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$  de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  para reducir el yodo obtenido a partir de una muestra de aire de 22,27 g, calcular el porcentaje en masa de  $\text{O}_3$  en la muestra.



Escribimos las semireacciones de la valoración con tiosulfato:



Nº de equivalentes de yodo = nº de equivalentes de tiosulfato =  $14,27 \cdot 10^{-3} \text{ l} \cdot 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ eq/l} = 28,54 \cdot 10^{-6}$

equivalentes de yodo que son  $28,54 \cdot 10^{-6}$  equivalentes de  $\text{I}_2 \cdot \frac{127 \text{ g de I}_2}{1 \text{ equivalente de I}_2} = 3,62 \cdot 10^{-3} \text{ g de I}_2$ , que,

teniendo en cuenta la estequiometría de la 1ª reacción:

$$3,62 \cdot 10^{-3} \text{ g de I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de I}_2}{254 \text{ g de I}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_3}{1 \text{ mol de I}_2} \cdot \frac{48 \text{ g de O}_3}{1 \text{ mol de O}_3} = 6,85 \cdot 10^{-4} \text{ g de O}_3$$

Como la muestra contenía 22,27 g, el % de  $\text{O}_3$  es:

$$\% \text{ de O}_3 = \frac{6,85 \cdot 10^{-4} \text{ g de O}_3}{22,27 \text{ g de aire}} \cdot 100 = 3,075 \cdot 10^{-3} \% \text{ de O}_3.$$



32 Ajustar las siguientes reacciones redox:



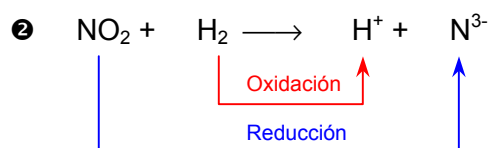
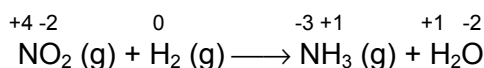
- a)  $\text{NO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{HNO}_3 (\text{conc}) + \text{Cu} (\text{s}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .
- c)  $\text{HNO}_3 (\text{dil}) + \text{Cu} (\text{s}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ .

Determinar el equiv-g del agente oxidante y reductor en cada una de las ecuaciones anteriores.



a)

1



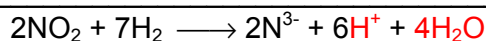
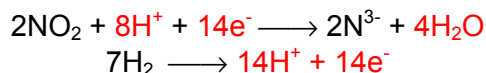
3 Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{NO}_2 \longrightarrow \text{N}^{3-}$ , ajustamos primero la masa  $\text{NO}_2 + 4\text{H}^+ \longrightarrow \text{N}^{3-} + 2\text{H}_2\text{O}$ , y después la carga  $\text{NO}_2 + 4\text{H}^+ + 7\text{e}^- \longrightarrow \text{N}^{3-} + 2\text{H}_2\text{O}$ .

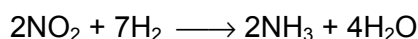
**Oxidación:**  $\text{H}_2 \longrightarrow \text{H}^+$  ajustando la masa  $\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{H}^+$  y después la carga tenemos  $\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

Para igualar los electrones intercambiados tenemos que multiplicar la oxidación por 7 y reducción por 2.

4



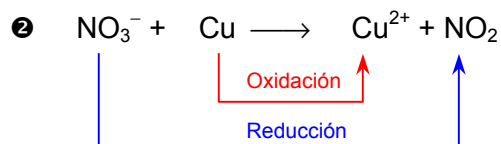
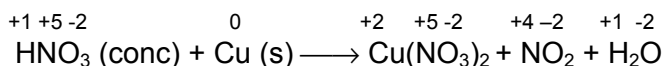
5 Introduciendo coeficientes:



$$\text{Equiv-gr}(\text{NO}_2) = \frac{46}{7} = 6,57 \text{ g}; \text{equiv-gr}(\text{H}_2) = \frac{2}{2} = 1\text{g}.$$

- b)  $\text{HNO}_3 (\text{conc}) + \text{Cu} (\text{s}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

1



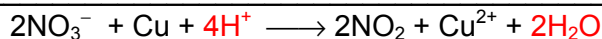
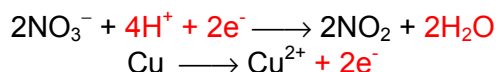
3 Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NO}_2$ , ajustamos primero la masa  $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ , y después la carga  $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

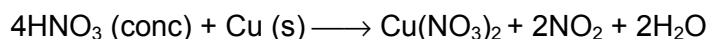
**Oxidación:**  $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}$  ajustando la carga tenemos  $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ .

Para igualar los electrones intercambiados tenemos que multiplicar la reducción por 2.

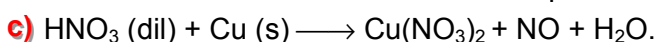
4



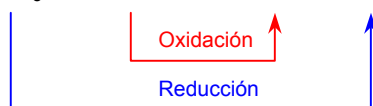
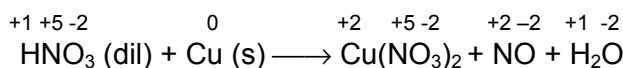
5 Introduciendo coeficientes:



$$\text{Equiv-gr}(\text{HNO}_3) = \frac{63}{1} = 63 \text{ g}; \text{equiv-gr}(\text{Cu}) = \frac{63,55}{2} = 31,725\text{g}.$$



1



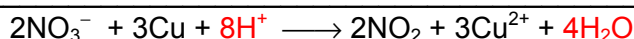
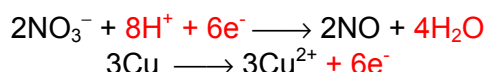
3 Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NO}$ , ajustamos primero la masa  $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \longrightarrow \text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , y después la carga  $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ .

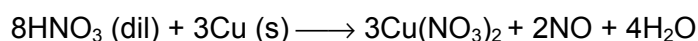
**Oxidación:**  $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}$  ajustando la carga tenemos  $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ .

Para igualar los electrones intercambiados tenemos que multiplicar la reducción por 2 y la oxidación por 3.

4



5 Introduciendo coeficientes:



$$\text{Equiv-gr}(\text{HNO}_3) = \frac{63}{3} = 21 \text{ g}; \text{equiv-gr}(\text{Cu}) = \frac{63,55}{2} = 31,725\text{g}.$$



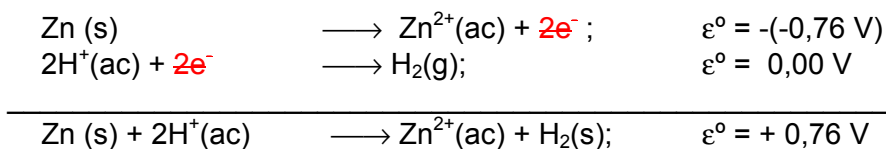
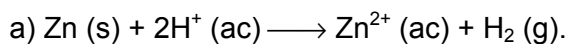
3 Consultar la tabla 1 e indicar cuáles de las siguientes reacciones se producen espontáneamente en condiciones estándar:



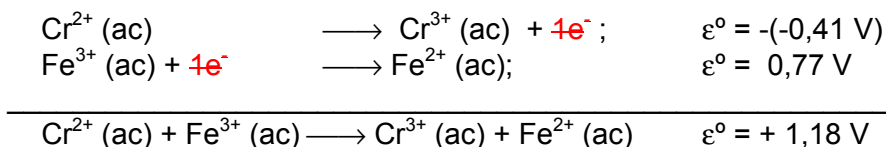
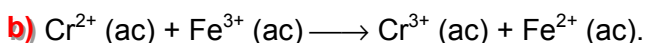
- b)  $\text{Cr}^{2+}(\text{ac}) + \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + \text{Fe}^{2+}(\text{ac})$ .  
 c)  $\text{Mn}(\text{s}) + \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Mg}(\text{s})$ .  
 d)  $\text{Ca}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{OH}^-(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$ .



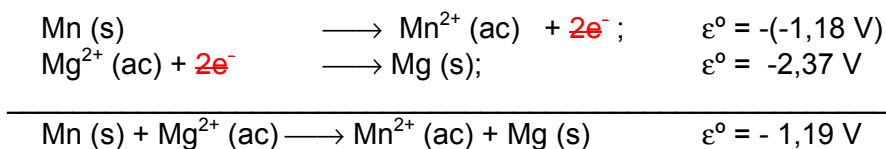
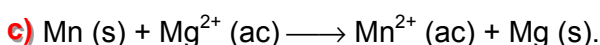
Escribimos las semireacciones, los potencial y el potencial de pila, será espontánea la que tenga potencial positivo.



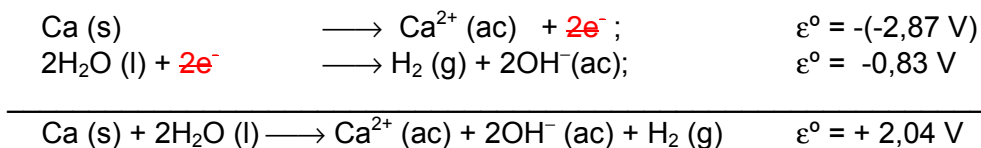
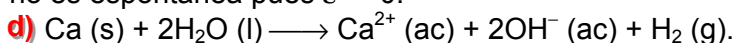
es espontánea pues  $\varepsilon^\circ > 0$ .



es espontánea pues  $\varepsilon^\circ > 0$ .



no es espontánea pues  $\varepsilon^\circ < 0$ .



es espontánea pues  $\varepsilon^\circ > 0$ .

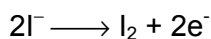


34 En determinadas condiciones, la electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{AgNO}_3$  produce 1,0 g de plata. ¿Cuántos gramos de yodo,  $\text{I}_2$ , se pueden obtener en la electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{NaI}$  en las mismas condiciones?



Las semireacciones son:



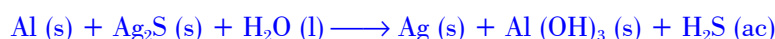


Como las condiciones son las mismas, las masas depositadas estarán en relación a sus equivalentes-gr:

$$\frac{108}{1} = \frac{127}{x} \Leftrightarrow x = \frac{127}{108} = 1,18 \text{ g de } I_2.$$



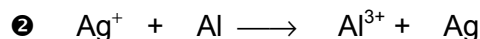
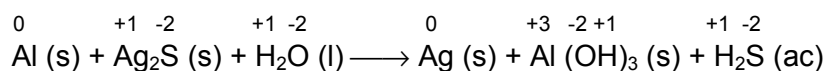
3 5 Algunos productos comerciales para la limpieza de objetos de plata contienen polvo de aluminio, un agente reductor que permite reducir el  $Ag_2S$  a plata metálica. La reacción que se produce es la siguiente:



Comentar la reacción y ajustarla por el método del ión-electrón.



1



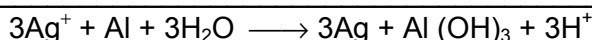
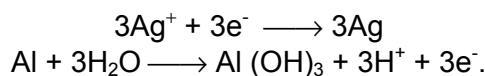
3 Ajuste de semireacciones:

**Reducción:**  $Ag^+ \longrightarrow Ag$ , ajustamos la carga  $Ag^+ + 1e^- \longrightarrow Ag$ .

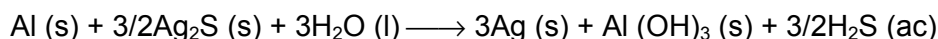
**Oxidación:**  $Al \longrightarrow Al (OH)_3$  ajustando primero la masa  $Al + 3H_2O \longrightarrow Al (OH)_3 + 3H^+$  y después la carga tenemos  $Al + 3H_2O \longrightarrow Al (OH)_3 + 3H^+ + 3e^-$ .

Para igualar los electrones intercambiados tenemos que multiplicar la reducción por 3.

4



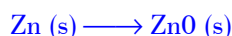
5 Introduciendo coeficientes:



El aluminio reduce el sulfuro de plata de color pardusco a plata metálica quedando de nuevo brillante.

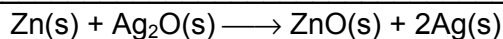
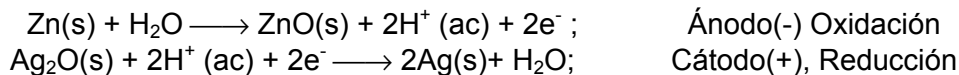


3 6 Las pilas de óxido de plata son especialmente adecuadas para la fabricación de pilas de dimensiones reducidas (pilas botón); las reacciones implicadas en los electrodos son:

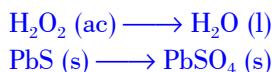




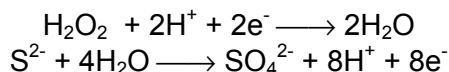
Ajustar las semirreacciones, identificar el ánodo y el cátodo, y escribir la reacción global ajustada.



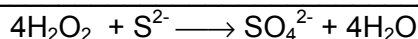
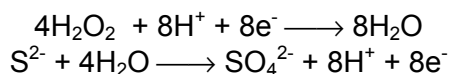
37 El agua oxigenada es un agente oxidante con múltiples aplicaciones; por ejemplo, una disolución acuosa al 3 % se utiliza con fines antisépticos. En la restauración de trabajos de arte se utiliza para oxidar el PbS, de color negro, a PbSO<sub>4</sub> de color blanco:



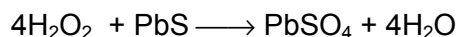
Ajustar las semirreacciones y escribir la reacción global ajustada.



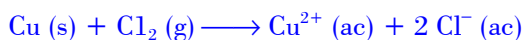
Multiplicamos la reducción por 4 para igualar electrones intercambiados:



luego la ecuación molecular queda:



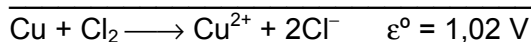
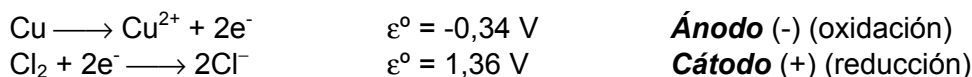
38 Escribir la notación simplificada de una pila en la que se produce la reacción:



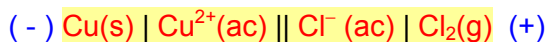
Calcular el voltaje de dicha pila.



Las semireacciones y sus potenciales son:



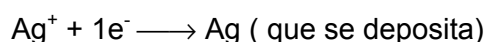
La notación simplificada sería pues:



③④ Se pretende platear una barra metálica mediante la electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{AgNO}_3$ . ¿Cuál debe ser la función de la barra metálica, como ánodo o como cátodo? ¿Durante cuánto tiempo tiene que pasar por la celda electrolítica una corriente de 5 A para platear una superficie de  $20 \text{ cm}^2$  si se desea que la capa depositada de plata sea de 2 mm de espesor? (La densidad de la plata es  $10,5 \text{ g/ml}$ .)



La barra metálica ha de ser el cátodo en donde ocurre la reducción depositándose la plata metálica según la semireacción:



El volumen de plata que se ha de depositar es el volumen de un ortoedro o paralelepípedo rectangular de base la de la capa y altura el espesor a electrodepositar =  $20 \text{ cm}^2 \cdot 0,2 \text{ cm} = 4 \text{ cm}^3$ .

$$\text{Como densidad} = \rho = \frac{m}{V} \Leftrightarrow m = \rho \cdot V = 10,5 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \cdot 4 \text{ ml} = 42 \text{ g de Ag que son } \frac{42 \text{ g}}{108 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,39 \text{ moles de}$$

Ag, como se intercambian 1 electrón según la semireacción de más arriba, se corresponden con el nº de moles de electrones intercambiados luego podemos calcular la carga que se necesita:

$$\frac{1 \text{ mol de e}^-}{96500 \text{ C}} = \frac{0,39 \text{ moles de e}^-}{Q} \Leftrightarrow Q = 0,39 \cdot 96500 = 37635 \text{ C}$$

$$\text{Si por último de } Q = I \cdot t \text{ despejamos el tiempo tenemos } t = \frac{Q}{I} = \frac{37635 \text{ C}}{5 \text{ A}} = 7527 \text{ s} = 2,09 \text{ hr}$$



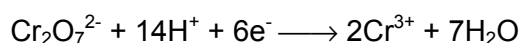
④⑤ El dicromato de potasio oxida al yoduro de potasio en presencia de ácido sulfúrico formándose sulfato de potasio, sulfato de cromo (III) y yodo.

a) ¿Qué debe hacerse para preparar un litro de una disolución 0,1 N de dicromato de potasio para utilizarla en esta reacción?

b) ¿Qué volumen de disolución se necesita para obtener 2,53 g de yodo  $\text{I}_2$ ?



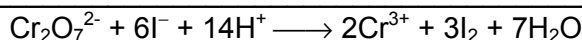
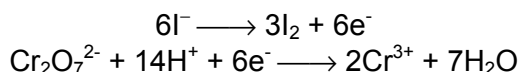
a) La semireacción es:



$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 2 \cdot 39 + 2 \cdot 52 + 7 \cdot 16 = 294 \text{ g/mol}$$

Como  $N = \frac{M/\text{val}}{V(l)} \Leftrightarrow 0,1 = \frac{294/6}{1} \Leftrightarrow m = 4,9 \text{ g}$ , luego tenemos que disolver 4,9 g de dicromático potásico en 1 litro de agua.

b) La semiecuación de oxidación es:  $2I^- \longrightarrow I_2 + 2e^-$ , que multiplicamos por 3 para igualar los electrones intercambiados:



Luego la reacción molecular ajustada es:



$$2,53 \text{ g de } I_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } I_2}{254 \text{ g de } I_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7}{3 \text{ mol de } I_2} = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } K_2Cr_2O_7$$

$$\text{Como } N = n^\circ \text{ de moles } \frac{Val}{V(l)} \Leftrightarrow V(l) = \frac{Val \cdot n^\circ}{N} = \frac{6 \cdot 3,3 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,199 \text{ l} \approx 0,2 \text{ l} = 200 \text{ ml de } K_2Cr_2O_7.$$



①① El  $Cl_2$  (g) puede obtenerse por electrólisis de una disolución acuosa saturada de NaCl. El  $Cl_2$  (g) se obtiene en el ánodo mientras que en el cátodo se obtiene  $H_2$  (g) y como subproducto se obtiene NaOH.

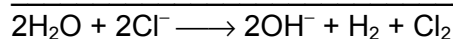
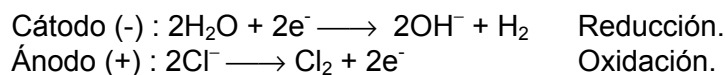
a) Escribir las reacciones que se producen en el cátodo y en el ánodo, así como la reacción global que tiene lugar en la celda.

b) Si se obtienen 2 kg de  $Cl_2$ , ¿qué masa de NaOH se produce?

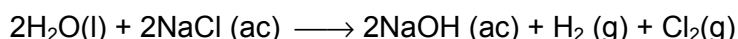
c) Calcular la cantidad de electricidad consumida.



a)



la ecuación molecular puede escribirse:



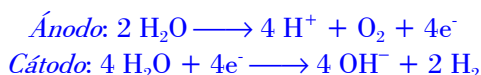
b)

$$2 \text{ kg de } Cl_2 \cdot \frac{1000 \text{ g de } Cl_2}{1 \text{ kg de } Cl_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de } Cl_2}{71 \text{ g de } Cl_2} \cdot \frac{2 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ mol de } Cl_2} \cdot \frac{40 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} = 2253,5 \text{ g de NaOH} \approx 2,25 \text{ Kg de NaOH.}$$

$$c) \frac{\frac{71}{2} \text{ g de } Cl_2}{96500C} = \frac{2000 \text{ g de } Cl_2}{x} \Leftrightarrow x = \frac{96500 \cdot 2000 \cdot 2}{71} = 5436620 \text{ C.}$$



①② En la electrólisis de una disolución acuosa de sulfato de sodio las reacciones que tienen lugar son:



¿Qué volumen de hidrógeno y de oxígeno medido a 25 gC y 1 atmósfera de presión se obtendrá al paso de una corriente eléctrica de 0,50 A durante media hora a través de la celda electrolítica?



$$Q = I \cdot t = 0,50 \text{ A} \cdot 0,5 \cdot 3600 \text{ s} = 900 \text{ C.}$$

$$\text{n}^\circ \text{ de moles de } e^- = \frac{Q}{F} = \frac{900 \text{ C}}{96500 \text{ C/mol de } e^-} = 9,33 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } e^-.$$

**Anodo**

$$9,33 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } e^- \cdot \frac{1 \text{ mol de } O_2}{4 \text{ moles de } e^-} = 2,33 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } O_2, \text{ que medidos a una } p = 1 \text{ atm y } T = 25^\circ$$

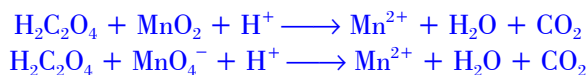
$$+ 273 = 298 \text{ K, ocupan un volumen } V = \frac{nRT}{p} = \frac{2,33 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 0,057 \text{ l de } O_2.$$

**Cátodo**

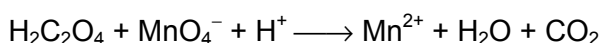
Como la relación de moles de H<sub>2</sub> a moles de electrones es el doble, el volumen también lo será 0,114 l de H<sub>2</sub>.



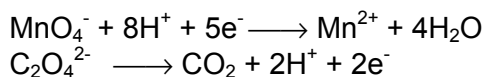
④③ El manganeso se utiliza en la fabricación de aceros con propiedades mecánicas especiales. El manganeso se obtiene del mineral pirolusita cuyo componente principal es MnO<sub>2</sub>. Para analizar el contenido en MnO<sub>2</sub> de una muestra de 1,066 g de pirolusita se trata con 1,903 g de ácido oxálico (H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) en medio ácido. A continuación, el exceso de ácido oxálico se valora con 40,6 ml de KMnO<sub>4</sub> 0,10 M. ¿Cuál es el porcentaje de MnO<sub>2</sub> en el mineral? Las reacciones que tienen lugar son:



Hallamos cuánto oxálico en exceso se ha valorado con la reacción:



**Semireacciones:**



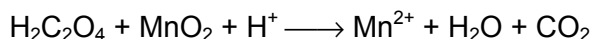
$$N_{KMnO_4} = M \cdot n^\circ \text{ de } e^- = 0,10 \text{ M} \cdot 5 = 0,50 \text{ N}$$

$$\text{n}^\circ \text{ de equiv de oxálico} = \text{n}^\circ \text{ de equiv de permanganato} = N_{KMnO_4} \cdot V_{KMnO_4} = 0,50 \frac{\text{equiv}}{\text{l}} \cdot 0,0406 \text{ l} = 0,0203 \text{ equiv.}$$

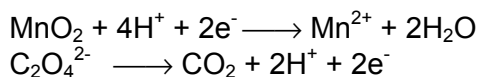


Como el peso equivalente del oxálico =  $\frac{PM}{n^\circ \text{ de } e^-} = \frac{90 \text{ gr}}{2 \text{ equiv}} = 45 \frac{\text{gr}}{\text{equiv}}$ , el n° de gramos de oxálico en exceso =  $0,0203 \text{ equiv} \cdot 45 \text{ g/equiv} = 0,9135 \text{ gr}$ , por tanto la masa de oxálico que ha reaccionado con el permanganato será la diferencia  $1,903 \text{ g} - 0,9135 \text{ g} = 0,9895 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ .

Nos centramos ahora en la primera reacción para hallar el  $\text{MnO}_2$  que contenía la pirolusita:



**Semireacciones:**



Como el n° de  $e^-$  intercambiados es el mismo podemos trabajar en moles en vez de en equivalentes:

$$\begin{aligned} n^\circ \text{ de moles de } \text{MnO}_2 &= n^\circ \text{ de moles de } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \frac{0,9895\text{g}}{90\text{g/mol}} = 0,011 \text{ moles que son } 0,011 \text{ moles de} \\ \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 87 \text{ g/mol} &= 0,957 \text{ g de } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4. \end{aligned}$$

Como la muestra de pirolusita tenía una masa de 1,066 g, el % de  $\text{MnO}_2$  en ella es:

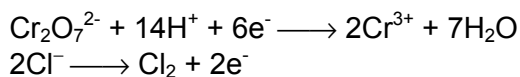
$$\% \text{ de } \text{MnO}_2 = \frac{0,957 \text{ g de } \text{MnO}_2}{1,066 \text{ g de muestra}} \cdot 100 = 89,77 \%$$



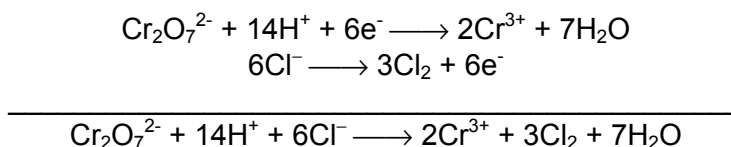
④④ La reacción de dicromato de potasio con ácido clorhídrico se utiliza en el laboratorio para preparar pequeñas cantidades de  $\text{Cl}_2$  (g). Si una muestra de 62,0 g del 95% de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  se hace reaccionar con 350 ml de una disolución de  $\text{HCl}$  (ac) de densidad 1,15 g/ml y 30% de  $\text{HCl}$  en masa, ¿cuántos gramos de  $\text{Cl}_2$  se producen? La reacción correspondiente es:



**Semireacciones:**



para ajustar multiplicamos la segunda por 3:



Primero vemos cuál es el reactivo limitante hallando los equivalentes de cada reactivo ya que las reacciones redox se dan equivalente a equivalente:

$$62,0 \text{ g de muestra} \cdot \frac{95 \text{ g de dicromato}}{100 \text{ g de muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol de dicromato}}{294 \text{ g de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{6 \text{ equiv}}{1 \text{ mol}} = 1,2 \text{ equiv de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$350 \text{ ml de disolución} \cdot \frac{1,15 \text{ g disolución}}{1 \text{ ml disolución}} \cdot \frac{30 \text{ g HCl}}{100 \text{ g dis}} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{2 \text{ equiv}}{1 \text{ mol}} = 6,62 \text{ equiv-gr de HCl}$$

luego el reactivo limitante es el dicromato. Nos vamos a hora a la reacción molecular ajustada:



y partimos de la muestra de dicromato hasta, mediante los factores de conversión, llegar a la masa de cloro obtenida:

$$62,0 \text{ g de muestra} \cdot \frac{95 \text{ g de dicromato}}{100 \text{ g de muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol de dicromato}}{294 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{3 \text{ moles de Cl}_2}{1 \text{ mol de dicromato}} \cdot \frac{71 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 42,67 \text{ g de Cl}_2.$$

